PHYSIQUE-CHIMIE · PREMIÈRE / COURS

Cohésion des solides, dissolution et extraction

Astrolab Cours · astrolabcours.fr

01 Le problème

Un morceau de sel, un glaçon, un bout de cire : trois solides. Le sel fond à 801 °C, la glace à 0 °C, la cire vers 60 °C. Pourtant ce sont tous des empilements bien rangés d'ions ou de molécules. Ce qui change, c'est **la force qui les tient ensemble**. Et c'est la même force qui décide si un solide se dissout dans l'eau ou non.

01 L'idée : une foule qui se tient par la main

Imagine une foule serrée dans un hall. Certains se tiennent fermement par les deux bras, d'autres se frôlent à peine. Pour disperser la foule (faire fondre ou dissoudre le solide), il faut séparer les gens : plus ils se tiennent fort, plus il faut d'énergie.

- Les ions d'un cristal se tiennent **très fort** : ce sont des aimants de charges opposées.
- Les molécules polaires se tiennent **moyennement** : de petits aimants partiels δ^+ et δ^-.
- Les molécules apolaires se tiennent **à peine** : elles ne font que se frôler.

01 Ce qui tient un solide

Solide ionique. Empilement régulier de cations et d'anions. La cohésion est assurée par l'**interaction électrostatique** entre ions de charges opposées. Le solide est électriquement neutre : sa formule statistique donne la proportion des ions, par exemple NaCl ou $\mathrm{CaCl_2}$.

Solide moléculaire. Empilement de molécules. La cohésion est assurée par des interactions plus faibles :

- les **interactions de Van der Waals**, entre toutes les molécules, plus fortes entre molécules polaires ;
- la **liaison hydrogène**, entre un atome H lié à un atome très électronégatif (O, N, F) et un autre atome très électronégatif d'une molécule voisine.

Ordre de grandeur des énergies, de la plus forte à la plus faible :

Interaction	Exemple	Ce qu'il faut retenir
liaison covalente	dans une molécule $\mathrm{H-O}$	ne casse pas à la fusion
électrostatique entre ions	cristal de sel	fusion à haute température
liaison hydrogène	glace	environ 10 fois moins que covalente
Van der Waals	cire, diiode	la plus faible

© Astrolab Cours · astrolabcours.fr/physique/premiere/cohesion-et-dissolution/ · Tous droits réservés : usage personnel uniquement, republication et usage commercial interdits

La fusion casse les interactions entre molécules, jamais les liaisons à l'intérieur d'une molécule. Quand la glace fond, on obtient de l'eau liquide, pas de l'hydrogène et de l'oxygène.

La liaison hydrogène, à repérer

On la représente en pointillés entre un H et un doublet non liant d'un O ou d'un N voisin :

$$\mathrm{O{-}H\cdots O}$$

Elle explique pourquoi l'eau, petite molécule, a une température d'ébullition (100 °C) bien plus élevée que le sulfure d'hydrogène $\mathrm{H_2S}$ (−60 °C), de forme semblable.

Dissoudre un solide ionique dans l'eau

L'eau est un **solvant polaire** : son oxygène porte δ^-, ses hydrogènes δ^+. Quand on plonge un cristal de sel dans l'eau, il se passe trois choses.

1. **Dissociation.** Les molécules d'eau s'orientent autour des ions de la surface et les arrachent au cristal.
2. **Solvatation** (ou hydratation pour l'eau). Chaque ion s'entoure d'une couche de molécules d'eau : les δ^- vers un cation, les δ^+ vers un anion.
3. **Dispersion.** Les ions hydratés s'éloignent et se répartissent dans toute la solution.

L'équation de dissolution ne fait figurer que le solide et les ions :

$$\mathrm{CaCl_2(s) \longrightarrow Ca^{2+}(aq) + 2\,Cl^-(aq)}$$

La conservation de la charge impose les coefficients : un $\mathrm{Ca^{2+}}$ pour deux $\mathrm{Cl^-}$. On en tire les concentrations des ions : si on dissout c mol de $\mathrm{CaCl_2}$ par litre, $[\mathrm{Ca^{2+}}] = c$ et $[\mathrm{Cl^-}] = 2c$.

Qui se dissout dans quoi

La règle tient en une phrase : le semblable dissout le semblable.

- Un solide ionique ou une espèce polaire se dissout bien dans un solvant **polaire** (eau, éthanol).
- Une espèce apolaire se dissout bien dans un solvant **apolaire** (cyclohexane, huile).
- Deux liquides sont **miscibles** s'ils forment un mélange homogène. L'eau et l'éthanol le sont, l'eau et l'huile non.

Si deux liquides ne sont pas miscibles, le moins dense flotte sur l'autre.

L'extraction par solvant

Pour récupérer une espèce dissoute dans l'eau (un arôme, un colorant), on ajoute un second solvant **non miscible à l'eau**, dans lequel l'espèce est **plus soluble**. On agite dans une ampoule à décanter, on laisse reposer : l'espèce est passée dans l'autre phase, qu'on sépare.

Le choix du solvant se fait sur trois critères : non miscible à l'eau, l'espèce y est très soluble, et il est le moins dangereux possible.

Les savons : un pied dans chaque camp

Un ion carboxylate à longue chaîne, comme $\mathrm{C_{17}H_{35}COO^-}$, a deux parties :

© Astrolab Cours · astrolabcours.fr/physique/premiere/cohesion-et-dissolution/ · Tous droits réservés : usage personnel uniquement, republication et usage commercial interdits

- une **tête** $-\mathrm{COO}^-$ chargée, **hydrophile** (elle aime l'eau) ;
- une **queue** carbonée longue, **hydrophobe** et lipophile (elle aime les graisses).

Une telle espèce est dite **amphiphile**. Dans l'eau, les queues se plantent dans la tache de graisse, les têtes restent tournées vers l'eau : la graisse est emprisonnée dans de petites sphères, les **micelles**, que l'eau de rinçage emporte.

Les pièges

- La fusion d'un solide moléculaire ne casse **aucune liaison covalente**.
- Une liaison hydrogène demande un H lié à **O, N ou F**. Le H d'une liaison $\mathrm{C}-\mathrm{H}$ n'en forme pas.
- Dans l'équation de dissolution, **l'eau ne s'écrit pas** à gauche.
- $[\mathrm{Cl}^-] = 2c$ pour $\mathrm{CaCl_2}$, pas c : on lit les coefficients.

© Astrolab Cours · astrolabcours.fr/physique/premiere/cohesion-et-dissolution/ · Tous droits réservés : usage personnel uniquement, republication et usage commercial interdits